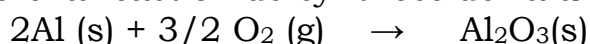


Filière SMP/SMC – S1
Thermochimie Série 2

Exercice 1

On considère la réaction de synthèse de l'alumine



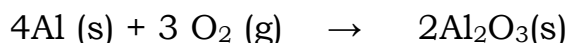
1- Déterminer l'avancement final de cette réaction lorsqu'on introduit dans l'enceinte réactionnelle :

a- 4 moles de Al (s) et 3 moles de O₂ (g)

b- 2 moles de Al (s) et 3 moles de O₂ (g)

c- 4 moles de Al (s), 3 moles de O₂ (g) et 2 moles de Al₂O₃(s)

2- L'avancement serait-il le même si on considère la réaction :



Exercice 2

1- La température de l'eau d'une bombe calorimétrique augmente de 1,617°C quand on y fait passer un courant électrique de 3,20 A sous une tension de 12,0 V pendant 27s. Quelle est la capacité calorifique C du calorimètre ?

2- Dans ce calorimètre initialement à 25°C, on introduit 0,3212 g de glucose C₆H₁₂O₆, avec une quantité de dioxygène. On provoque la combustion à l'aide d'une étincelle et on note une élévation de la température de l'eau du calorimètre de 7,793°C.

a- Ecrire la réaction de combustion du glucose

b- Déterminer le volume de dioxygène nécessaire pour brûler totalement 0,3212 g de glucose sachant que la valeur de la pression initiale est égale à 1 bar.

c- Déterminer la quantité de chaleur mise en jeu lors de la combustion de la masse totale du glucose C₆H₁₂O₆.

d- Déterminer à T = 298 K, la variation de l'énergie interne standard de combustion du glucose.

e- En déduire l'enthalpie standard de combustion du glucose à 298 K.

f- Déterminer l'enthalpie standard de formation du glucose à 298 K.

Données :

Masses molaires (g/mol) : C : 12 ; H : 1 ; O : 16

Constante des gaz parfaits R = 0,082 L.atm.mol⁻¹.K⁻¹

Enthalpies standard de formation à 298 K (en kJ.mol⁻¹)

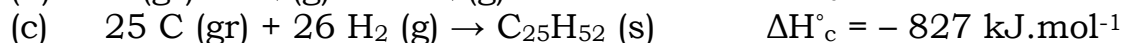
Δ_fH°(CO₂, g) = - 393,51 et Δ_fH°(H₂O, l) = - 285,83

Exercice 3

1- Ecrire la réaction de combustion de la cire à chandelle $C_{25}H_{52}$ à $T = 298\text{ K}$ et $P = 1\text{ bar}$. L'eau formée est à l'état gazeux.

2- Calculer l'enthalpie de combustion de ce composé en appliquant :

- La méthode de la combinaison des réactions ci-dessous.
- La méthode des enthalpies standard de formation.



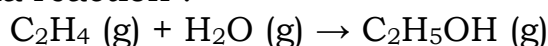
3- Calculer la quantité de chaleur dégagée par la combustion d'une bougie de 5g ainsi que le volume d'air nécessaire sachant qu'il contient 20% (en mole) de dioxygène.

Données :

Masses molaires (g/mol) : C : 12 ; H : 1

Exercice 4

Soit la réaction :



1- Etablir des cycles de Hess permettant la détermination de l'enthalpie standard de cette réaction, en utilisant :

- a- les enthalpies standard de formation.
- b- les enthalpies standard de combustion.
- c- les enthalpies standard de liaison.

2- Calculer les valeurs dans les trois cas et commenter les différences observées.

Données :

Enthalpies standard de formation à 298K (en kJ.mol^{-1})

$\Delta_f H^\circ(C_2H_4, g) = 52,3$; $\Delta_f H^\circ(C_2H_5OH, g) = -235$; $\Delta_f H^\circ(H_2O, g) = -242,4$

Enthalpies standard de combustion à 298K (en kJ.mol^{-1})

$\Delta_c H^\circ(C_2H_4, g) = -1409,4$ et $\Delta_c H^\circ(C_2H_5OH, g) = -1407,5$

Enthalpies standard de liaison à 298 K (en kJ.mol^{-1})

$\Delta_l H^\circ(C-H) = -415$; $\Delta_l H^\circ(C=C) = -615$; $\Delta_l H^\circ(C-C) = -347$; $\Delta_l H^\circ(O-H) = -463$;

$\Delta_l H^\circ(C-O) = -350$

Chaleur latente de vaporisation : $\Delta_v H^\circ(H_2O, 298K) = 44\text{ kJ.mol}^{-1}$

Exercice 5

1- Ecrire les réactions de combustion du carbone graphite, du soufre solide et du sulfure de carbone CS_2 liquide en considérant que les produits formés au cours de la combustion sont le gaz carbonique et/ou l'oxyde de soufre SO_2 .

2- Déterminer l'enthalpie standard de formation de CS_2 liquide à 25°C .

3- Calculer l'enthalpie standard de la liaison S=C, dans CS₂ de formule développée S=C=S, à partir des enthalpies standard des réactions suivantes :



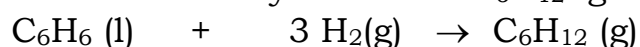
Données :

Enthalpies standard de combustion à 298K (en kJ.mol⁻¹)

$$\Delta_c H^\circ(\text{C, gr}) = -393,5 ; \Delta_c H^\circ(\text{S, s}) = -297,1 ; \Delta_c H^\circ(\text{CS}_2, \text{l}) = -1075$$

Exercice 6

Dans les conditions standard à 25°C, l'hydrogénation du benzène C₆H₆ liquide conduit à la formation du cyclohexane C₆H₁₂ gaz selon la réaction :



- 1- Déterminer la variation d'enthalpie standard de la réaction à 298 K.
- 2- Calculer l'énergie de la liaison C=C dans le benzène.
- 3- L'énergie de la liaison C=C dans l'éthylène C₂H₄ est de -489,7 kJ/mol. En justifiant votre réponse, comparer la stabilité de la liaison C=C dans le benzène et dans l'éthylène.
- 4- Déterminer la variation d'enthalpie standard de la réaction à 373 K, sachant que le benzène peut se trouver à l'état gazeux à 298 K.

Données :

Enthalpies standard de formation à 298K (en kJ.mol⁻¹)

$$\Delta_f H^\circ(\text{C}_6\text{H}_6, \text{l}) = 49 ; \Delta_f H^\circ(\text{C}_6\text{H}_6, \text{g}) = 82,9 ; \Delta_f H^\circ(\text{C}_6\text{H}_{12}, \text{g}) = -123,1$$

$$\Delta_f H^\circ(\text{C, g}) = 715 ; \Delta_f H^\circ(\text{H, g}) = 218$$

Enthalpies standard de liaison à 298K (en kJ.mol⁻¹)

$$\Delta_l H^\circ(\text{C-H}) = -415 ; \Delta_l H^\circ(\text{C-C}) = -344$$

Capacités calorifiques molaires Cp (en J.K⁻¹.mol⁻¹) :

$$\text{Cp}(\text{C}_6\text{H}_6, \text{g}) = 81,7 ; \text{Cp}(\text{C}_6\text{H}_{12}, \text{g}) = 106,3 ; \text{Cp}(\text{H}_2, \text{g}) = 27,2 + 2,2 \cdot 10^{-3} T$$

A faire chez soi

Exercice I

Le diborane B₂H₆ est un gaz incolore à température ambiante. Il est obtenu à partir du bore solide et du dihydrogène gazeux et forme avec l'air des mélanges hautement explosifs.

- 1- Ecrire la réaction de formation du diborane B₂H₆ (g) à T₁ = 298 K.
- 2- Ecrire la réaction de combustion du diborane B₂H₆ (g) à 298 K sachant qu'elle produit de l'anhydride borique B₂O₃ (s) et H₂O (liq).
- 3- Sachant que la combustion complète à P constante et à 298 K de 48,9 L de B₂H₆ gazeux (gaz supposé parfait, volume mesuré sous P = 1 bar et à T = 298 K) dégage une quantité de chaleur de 4310 kJ :
 - a- Calculer l'enthalpie standard de combustion du diborane gazeux à 298 K.

- b-** En Déduire l'enthalpie standard de formation du diborane gazeux à 298K.
- 4-** La réaction de combustion du diborane est réalisée à 393 K.
 - a-** Ecrire la réaction de combustion à cette température.
 - b-** Etablir un cycle permettant la détermination de $\Delta_c H^\circ_{(393)}$. Calculer sa valeur.

Données :

Constante des gaz parfaits : $R = 0,082 \text{ L.atm.mol}^{-1}.\text{K}^{-1}$

Enthalpies standard de formation à 298 K (en kJ.mol^{-1}) :

$\Delta_f H^\circ(\text{H}_2\text{O}, \text{l}) = -285,3$; $\Delta_f H^\circ(\text{B}_2\text{O}_3, \text{s}) = -1245,5$

Capacités calorifiques molaires C_p (en $\text{J.K}^{-1}.\text{mol}^{-1}$) :

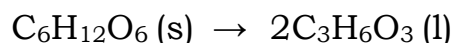
$C_p(\text{B}_2\text{O}_3, \text{s}) = 0,7$; $C_p(\text{H}_2\text{O}, \text{l}) = 75,2$; $C_p(\text{O}_2, \text{g}) = 29,4$; $C_p(\text{H}_2\text{O}, \text{g}) = 30,2$;

$C_p(\text{B}_2\text{H}_6, \text{g}) = 56,4$

Chaleur latente de vaporisation : $\Delta_v H^\circ(\text{H}_2\text{O}, \text{l}) = 40,5 \text{ kJ.mol}^{-1}$ à 373 K.

Exercice II

La glycolyse est la coupure enzymatique d'une molécule de glucose en deux molécules d'acide lactique selon la réaction :



- 1.** Ecrire la réaction de combustion du glucose et de l'acide lactique, sachant que l'on obtient du dioxyde de carbone gazeux et de l'eau liquide.
- 2.** Calculer les enthalpies standard de formation du glucose (solide) et de l'acide lactique (liquide).
- 3.** Calculer l'enthalpie standard de cette réaction.

Données :

Enthalpies standard de combustion à 298K (en kJ.mol^{-1})

$\Delta_c H^\circ(\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6, \text{s}) = -2816$; $\Delta_c H^\circ(\text{C}_3\text{H}_6\text{O}_3, \text{l}) = -1364$

Enthalpies standard de formation à 298K (en kJ.mol^{-1})

$\Delta_f H^\circ(\text{CO}_2, \text{g}) = -394$; $\Delta_f H^\circ(\text{H}_2\text{O}, \text{l}) = -286$